

Cette fiche comporte deux (02) pages numérotées 1/2 et 2/2

SOLUTIONS AQUEUSES, NOTION DE pH
EXERCICE 1

1. Calculons :

$$1.1 \ n = \frac{m}{M} \text{ et } C = \frac{n}{V} \text{ donc } C = \frac{m}{MV} = \frac{10}{58,5 \times 0,1} = 1,71 \text{ mol/L}$$

$$1.2 \ C_m = \frac{m}{V} = \frac{10}{0,1} = 100 \text{ g/L.}$$

2. Détermination des concentrations molaires des ions :

 D'après l'équation de dissolution de NaCl : $\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, on a $n(\text{Na}^+) = n(\text{Cl}^-) = n(\text{NaCl})$

 Donc $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = C = 1,71 \text{ mol/L}$
EXERCICE 2

1. Détermination des pH

$$1.1 \ \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3 \cdot 10^{-3}) = 2,52$$

$$1.2 \ \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-9}) = 9 \text{ car } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

 2. Détermination de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

$$2.1 \ [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$2.2 \ [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

EXERCICE 3

 1. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$. D'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$
. D'où $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-3}} = 1,99 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

 2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V_j}$. D'où $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+] V_j = 5,01 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 5,01 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

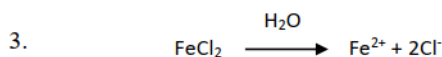
$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V_j}$$
. D'où $n_{\text{OH}^-} = [\text{OH}^-] \times V_j = 1,99 \cdot 10^{-12} \times 100 \cdot 10^{-3}$

$$n_{\text{OH}^-} = 1,99 \cdot 10^{-13} \text{ mol.}$$

EXERCICE 4

 1. Dans une fiole jaugée de 500 mL contenant une petite quantité d'eau, nous introduisons 63,5 g de cristaux de FeCl_2 mesuré à l'aide d'une balance. Après dissolution totale, nous étendons le volume à 500 mL à l'aide d'une pissette contenant de l'eau distillée puis nous homogénéisons.

2. La concentration molaire d'une espèce chimique en solution est le quotient de la quantité de matière de cette espèce chimique par le volume de la solution.


 4. Les espèces chimiques sont : Fe^{2+} ; Cl^-

$$5. \quad [\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{63,5}{127 \times 500 \cdot 10^{-3}}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = 2 \frac{m}{MV} = \frac{2 \times 63,5}{127 \times 500 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

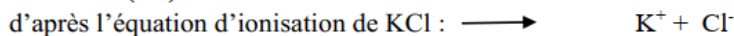
EXERCICE 5

1.

1.1. K^+ ; Cl^-

1.2. $M(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ g/mol}$

$$n(KCl) = \frac{m(KCl)}{M(KCl)} \text{ soit } n(KCl) = 0,01 \text{ mol}$$



$$n(K^+) = 0,01 \text{ mol soit } [K^+] = 0,1 \text{ mol/L et } n(Cl^-) = 0,01 \text{ mol soit } [Cl^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

2.

2.1. Na^+ ; OH^- ; K^+ ; Cl^-

2.2. $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

$$n(NaOH) = C \times V = 0,05 \text{ mol d'où } n(Na^+) = 0,05 \text{ mol et } n(OH^-) = 0,05 \text{ mol}$$

$$[Na^+] = \frac{n(Na^+)}{V} = 0,1 \text{ mol/L et } [OH^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

2.3. $[Cl^-] + [OH^-] = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ mol/L}$

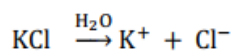
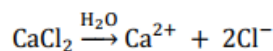
$$[K^+] + [Na^+] = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$\text{donc : } [Cl^-] + [OH^-] = [K^+] + [Na^+]$$

3. Toute solution aqueuse est toujours électriquement neutre.

EXERCICE 6

1. Equations de dissociation :



2. Ions présents : K^+ ; Cl^- ; OH^- ; H_3O^+ .

3. Calcule des concentrations molaires volumiques :

3.1 Dans chaque solution

▪ Dans la solution de $CaCl_2$:

$$\text{On a } M(CaCl_2) = 40 + 70 = 111 \text{ g/mol et } n(CaCl_2) = \frac{m}{M} = 0,091 \text{ mol}$$

D'après l'équation de dissolution de $CaCl_2$,

$$\text{on a } n(Ca^{2+}) = n(CaCl_2) = 0,091 \text{ mol donc } [Ca^{2+}] = \frac{0,09}{0,4} = 0,227 \text{ mol/L}$$

$$\text{On a aussi } n(Cl^-) = 2 n(CaCl_2) = 0,182 \text{ mol donc } [Cl^-] = \frac{0,18}{0,4} = 0,455 \text{ mol/L}$$

▪ Dans la solution KCl :

$$\text{On a } M(KCl) = 74,5 \text{ g/mol et } n(KCl) = \frac{30}{74,5} = 0,403 \text{ mol.}$$

D'après l'équation de dissolution de KCl , on a $n(K^+) = n(Cl^-) = n(KCl) = 0,403 \text{ mol}$

$$\text{Donc } [K^+] = [Cl^-] = \frac{0,403}{0,7} = 0,576 \text{ mol/L}$$

3.2 Dans le mélange

$$V_T = 110 \text{ mL}$$

$$[Ca^{2+}] = \frac{n(Ca^{2+})}{V_T} = \frac{0,091}{1,1} = 0,083 \text{ mol/L}$$

$$[K^+] = \frac{n(K^+)}{V_T} = \frac{0,403}{1,1} = 0,366 \text{ mol/L}$$

$$[Cl^-] = \frac{n_T(Cl^-)}{V_T} = \frac{(0,182 + 0,403)}{1,1} = 0,53 \text{ mol/L}$$

4. Vérification de l'électroneutralité : $2[Ca^{2+}] + [K^+] = 0,532 \text{ mol/L}$

$$\text{Et } [Cl^-] = 0,53 \text{ mol/L.}$$

La neutralité électrique est donc vérifiée.